

ESTRATEGIAS Y MODELOS PARA LA ENSEÑANZA DEL CONCEPTO ORBITAL ATÓMICO

STRATEGIES AND MODELS FOR TEACHING THE ATOMIC ORBITAL CONCEPT

André Ballesteros¹, Ana Bejarano, Tatiana Forero, Liz Muñoz²
Universidad distrital "Francisco Jose De Caldas"

RESUMEN: En este artículo se presenta la experiencia en la enseñanza de un concepto químico y los resultados obtenidos de acuerdo al proceso desarrollado en el que se aborda el tema de orbital atómico con un grupo de cuarenta estudiantes de educación media en la ciudad de Bogotá (Colombia), teniendo en cuenta la necesidad actual de explorar y construir nuevas estrategias pedagógicas y didácticas en el campo de la química, en especial de la química cuántica, obteniendo como resultados la introducción de los modelos atómicos precedentes al cuántico y la apropiación de conceptos fundamentales para la comprensión del orbital atómico.

PALABRAS CLAVES: orbital, modelo atómico, materia, mundo macroscópico y microscópico.

OBJETIVO

Construir el concepto orbital con los estudiantes tomando como fundamento la comprensión del modelo atómico actual, teniendo en cuenta:

- Concepción del mundo macroscópico y microscópico del estudiante.
- Interpretación de la estructura del átomo según sus conocimientos químicos.
- Cómo relaciona los comportamientos propios de la materia microscópica en términos macroscópicos.

MARCO TEÓRICO

Para estudiar el funcionamiento del mundo microscópico, fue necesario crear una nueva teoría que diera cuenta de este. Esa nueva teoría se conoce como *mecánica cuántica* que logra su auge hacia el año de 1927 en Bruselas con una conferencia que estuvo dedicada a la teoría cuántica (Rincón 2011). Esta teoría tiene su génesis con Planck, quien asumió que la mínima cantidad de energía que se podía emitir en forma de radiación electromagnética se llama *cuanto* (Chang, 2002).

1. Estudiantes programa de Licenciatura en Química Universidad Distrital. andres.quimica.ud@gmail.com
2. Profesora programa de Licenciatura en Química Universidad Distrital

Años después, Albert Einstein aporta con sus estudios sobre el efecto fotoeléctrico a la cuántica, siendo este uno de varios procesos en el que es necesario proporcionar energía a los electrones para que estos puedan abandonar la superficie de un metal (Chamizo; Garritz, 1986). Así, cuando un fotón de energía es absorbido por los electrones del metal, esta energía es suficiente para vencer las fuerzas que mantienen al electrón en el interior del metal para que sea emitido y el restante se transforma en energía cinética del electrón que abandona el metal (Levine 2001).

En 1923 el príncipe francés Louis De Broglie formuló la idea que las partículas podían exhibir propiedades ondulatorias, influenciado por las ideas de Einstein según el cual para comprender la luz se debía recurrir a una dualidad (Mc Evoy, Zárate 2007). Él razonó que si las ondas luminosas se comportan como un flujo de partículas, quizá las partículas como los electrones tuvieran propiedades ondulatorias, así que, asignó a un corpúsculo una onda que lo acompañaba en el tiempo y en el espacio, y que a su vez estaba sincronizada con el proceso interno de este. Los diferentes niveles de energía de los electrones del átomo corresponden con distintos armónicos de estas ondas, y solo pueden existir orbitas en las que estos armónicos encajaran exactamente, reforzándose entre sí a los picos y los valles de la onda (Gribbin 2005).

La mecánica cuántica matricial

A causa de la dualidad onda-corpúsculo, el acto de medir introduce una perturbación incontrolable en el sistema sobre el que se realiza la medida, a éste fenómeno lo conocemos como la desigualdad de Heisenberg, la cual nos dice que la posición y la velocidad de una partícula son inversamente proporcionales.

Este fenómeno podemos adjudicarlo al hecho de que hacemos mediciones imperfectas, incluso al hecho de que en la medición le demos “un pequeño empujón al electrón” con lo cual perderemos precisión en su posición. Esta es una característica fundamental del mundo cuántico, de tal forma que el propio electrón no “conoce” al mismo tiempo dónde está y a dónde va exactamente en un momento dado. (Gribbin 2005).

La función de onda ψ (psi)

En 1926, mediante un desarrollo matemático complejo, el físico austriaco Erwin Schrödinger formuló una nueva teoría atómica en términos de ondas, ideó una ecuación que describe el comportamiento de las partículas a nivel subatómico. En su ecuación Schrödinger introduce tanto la masa como el componente energético o dual (radiación electromagnética) que había predicho De Broglie, este último componente se introduce con una nueva variable (un operador matemático) conocida hoy en día como ψ (psi). El sorprendente descubrimiento de Schrödinger consistía en que las ondas reemplazantes describían los estados individuales del sistema cuántico y sus amplitudes indicaban el grado de importancia relativa de cada estado particular respecto del sistema global (McEvoy, Zárate 2007). Sin embargo, los físicos calculaban funciones de estado ψ sin saber que representaban, sólo hacia el año de 1927 fue el científico Max Born quien propuso la interpretación probabilista que hoy aceptamos, dicha interpretación podemos citarla como sigue: “La cantidad ψ^2 es la probabilidad de encontrar a un electrón dentro de un volumen en el espacio en un tiempo t ”. (Bunge 2002).

Fue Robert Mulliken, quien introdujo el término “orbital” en 1932, para distinguirlo del término “función de onda orbital”. El término orbital, señala el autor, es simplemente una abreviación del término “función de onda orbital mono eléctrico”. (Labarca 2009).

METODOLOGÍA

Comprender la química implica una interpretación en la lógica a partir de la cual el estudiante organiza sus teorías. El paso desde las primeras teorías intuitivas de los alumnos hasta una visión científica de los distintos problemas implica superar concepciones organizadas en torno a lo que hemos llamado “realismo ingenuo” con una visión del mundo centrada en sus aspectos perceptivos (Pozo 2006).

Test de ideas previas y actividades.

Se desarrolló un test de ideas previas cuyo objetivo fue hacer un sondeo de las diferentes concepciones de los estudiantes acerca del concepto de átomo y su estructura.

Actividad 1. Se presenta el modelo atómico de Thompson, Rutherford y Bohr, haciendo énfasis en sus experimentos, sus avances científicos, teóricos y cómo estos dan paso de una teoría a otra. Se propone un modelo de Palos Bolas y cuerdas que permitió mostrar al estudiante de manera analógica cómo funciona cada uno de los modelos atómicos y qué explicó cada uno de ellos en su momento.

Actividad 2. Se realizó un seminario para dar a conocer a los estudiantes experimentos cruciales que permiten deducir “comportamientos atómicos”, a partir de los cuales se pudo ir construyendo el modelo de átomo cuántico. Se realizó una actividad que permitió a los estudiantes hacer una abstracción a lo que sería una representación gráfica de la definición del concepto orbital dentro de esta nueva teoría atómica.

Actividad 3. Se desarrolló una experiencia de laboratorio donde se evidenció el comportamiento microscópico de la materia a partir de experimentos cotidianos como ensayo a la llama y doble ranura.

PROCESO Y RESULTADOS

Instrumento de ideas previas

Es un cuestionario que consta de 4 ítems, diseñados para analizar cómo conciben los estudiantes la materia posterior a su socialización. Los resultados fueron:

Tabla 1.
Resultados de la pregunta 1.a.

Pregunta 1	Respuestas más comunes entre los estudiantes
¿Los átomos en el hierro en la sangre y en el metal, son los mismos?	No son los mismos átomos, tienen diferentes características y diferentes funciones
	Si, son el mismo, no puede haber dos partículas diferentes de hierro.
	Sí, pero con diferentes características.

Se puede inferir que un grupo de estudiantes tiene una visión macroscópica basada en la observación, lo que impide hacer una abstracción de cómo es la materia en términos microscópicos. Algunos estudiantes dicen que el hierro es igual, pero con diferentes características.

Tabla 2.
Resultados pregunta 1.b.

¿Cómo son los átomos del hierro en el metal y en la sangre	En el hierro de la sangre son más pequeños, en el metal son grandes y están concentrados
	Redondos y Unidos
	Iguals pero en diferente estado.
	En la sangre son Glóbulos y en el metal enlaces
	En la sangre son líneas Rojas rectas y en el metal onduladas
	En el metal son manchas y en la sangre burbujas en movimiento

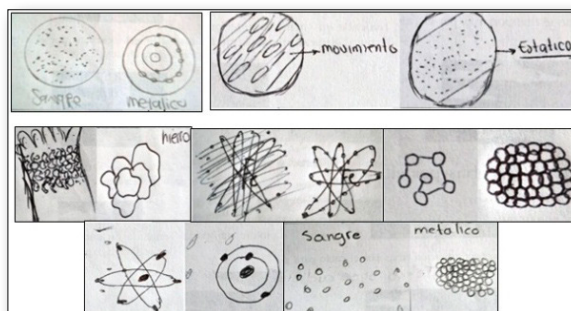
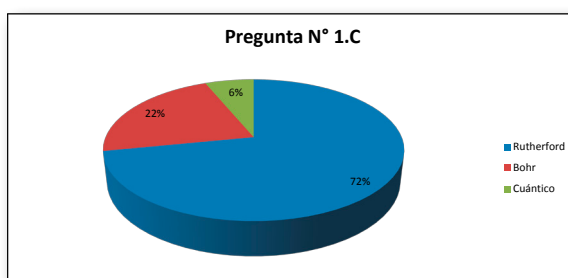


Imagen 1. Representación gráfica de los átomos de hierro en la sangre y en el metal.

Se encuentran asociaciones de difícil interpretación como la imagen de “partículas atómicas, debidas a las ideas alternativas desarrolladas en el proceso de aprendizaje del estudiante.

Pregunta 2. *¿Cuál es la representación gráfica más acertada para explicar el átomo?*



Grafica 1. Respuestas a la segunda pregunta.

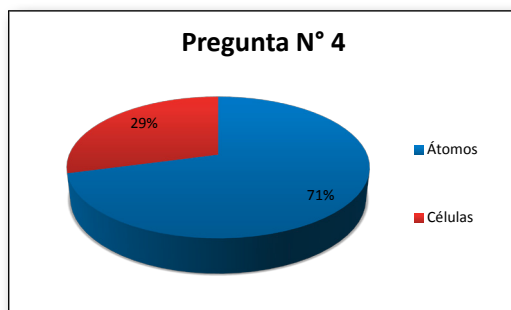
Los estudiantes reconocen como el modelo atómico válido el modelo de Rutherford, a pesar de conocer los demás modelos, sin embargo no pueden comprender las diferencias entre cada uno de ellos.

Pregunta 3.

Tabla 3.
Resultados pregunta 3.

¿ Cómo interpreta la dualidad de la materia?	Teletransportación
	Convertir el cuerpo en átomos
	Comprimir el cuerpo
	Cápsulas transportadoras
	Energía y ondas

Pregunta 4.



Grafica 2. Respuestas pregunta cuál es la unidad estructural de un ser vivo

Si bien se reconoce como la parte más pequeña de la materia al átomo, existe una fuerte diferenciación en las respuestas según se refieran a objetos inanimados (un mayor número responde átomo) o a los seres vivos (responden células), aun cuando un porcentaje discreto de estos últimos reconoce la existencia del átomo (De la Fuente, 2003).

Actividad 1. “Reconstrucción del modelo atómico de Rutherford y el surgimiento de Niels Bohr”

Se realizó la actividad de “bolas, palos” que consistió en unir, dos esferas de icopor de diferentes tamaños (electrón y protón) por medio de una cuerda (energía), atada a un palo que será el eje de rotación de una de las esferas (núcleo), como representa la imagen; Al rotar, esta actividad permite abordar conceptos como orbita, por medio de la rotación de una esfera en torno a otra, relación energética entre partículas subatómicas, pérdida de energía, caída del electrón al núcleo e invalidación del modelo de Rutherford y surgimiento del modelo de Bohr.



Imagen 2. Esquema del modelo de palos y bolas.

Actividad 2. “Conceptos básicos de la teoría cuántica y desarrollo del concepto orbital”

Se retoman las ideas de Planck, De Broglie, Heisenberg y Schrödinger y se complementa con un video acerca de principios cuánticos con la finalidad de construir el concepto orbital a partir de las teorías científicas. Luego se realiza la actividad de las huellas, donde un estudiante camina con los ojos vendados y los pies (electrón) pintados sobre un papel (espacio) tratando de dibujar a su paso la forma del orbital P, que en unos casos fue dibujado en el papel y en otros simplemente se dio la idea mental al estudiante de la figura.

Al finalizar la actividad los estudiantes explicaban que un orbital es una región donde es más probable encontrar un electrón y que éste no siempre estará en una región delimitada como lo es una órbita, lo que permite una asimilación del concepto de acuerdo con el modelo cuántico.

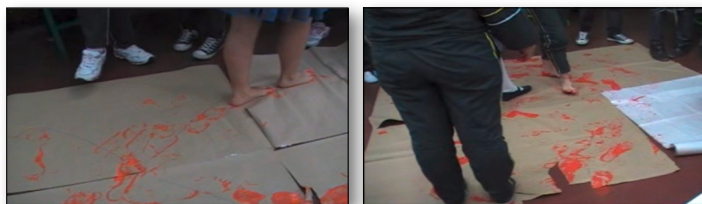


Imagen 3. Actividad de las huellas para representar la densidad electrónica.

Actividad 3. Practica de laboratorio: Rejilla de Difracción y Color a la llama

Para esta actividad se plantearon dos experiencias de laboratorio: El experimento de la doble ranura con materiales cotidianos (un CD y un láser) para enseñar el concepto de dualidad presentado en la actividad anterior y el “color a la llama” de algunas sales que evidenció macroscópicamente los efectos de los saltos electrónicos en los átomos.

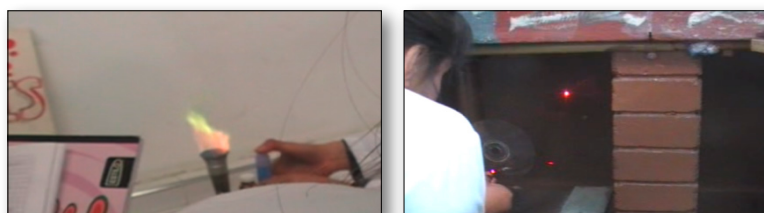


Imagen 4. Experimentos: Doble ranura y ensayo a la llama.

Esta práctica permitió que los estudiantes comprendieran fenómenos macroscópicos como implicaciones de fenómenos microscópicos de los cuales son responsables las propiedades de los átomos como la dualidad y los saltos electrónicos.

CONCLUSIONES

En el campo de la enseñanza y el aprendizaje.

La enseñanza del concepto orbital es un proceso complejo en términos macroscópicos debido a la diferencia de comportamientos físicos que existen entre el mundo micro y macro. Convencionalmente se aborda el concepto orbital sin hacer abstracciones necesarias ni una diferenciación entre los conceptos órbita y orbital, lo que genera dificultades conceptuales en el estudiante.

En el desarrollo de las actividades propuestas se puede dar cuenta de cómo el modelo de enseñanza dinámico hace que el estudiante pase de ser sólo un agente receptor del conocimiento a ser un participante activo de su proceso de formación, esto permite que indague, resuelva dudas o asimile nuevos conceptos, creando su propio modelo mental de orbital, basados en teorías específicas y experimentos sencillos que dan cuenta de un comportamiento del mundo microscópico.

En la formación de profesores

La formación docente debe darse en programas que se actualicen constantemente teniendo en cuenta factores que influyen directamente en la forma como se educa a la población, su contexto social, económico y cultural. Aun en la actualidad, muchos docentes asumen la educación como transmisión de conocimientos, según Bachelard (2000).

Los profesores de ciencias se imaginan que el espíritu comienza como una lección, que siempre puede rehacerse una cultura perezosa repitiendo una clase, que puede hacerse comprender una demostración repitiéndola punto por punto. No han reflexionado sobre el hecho de que el adolescente llega al curso de física con conocimientos empíricos ya constituidos; no se trata, pues, de *adquirir* una cultura experimental, sino de *cambiar* una cultura experimental, de derribar los obstáculos amontonados por la vida cotidiana.

El acercamiento entre la figura de profesor como un medio activo entre el conocimiento y el estudiante, elimina los límites de la complejidad del concepto, bajo el criterio de que como los sistemas reales de interés son muy complejos para estudiarlos directamente, se reemplazan por un modelo más sencillo de manejar y cuyo comportamiento se aproxima al del referente bajo un conjunto de condiciones bien definidas (Castro 1992).

BIBLIOGRAFÍA

- Bachelard, G (2000). *La formación del espíritu científico*. (23 ed.) México: Editorial siglo veintiuno.
- Bunge, M. (2002). *Ser, saber, hacer*. (1^{ra} ed.) Biblioteca iberoamericana de ensayo UNAM. México D.F: Editorial Paidós mexicana S.A.
- Castro, E.A (1992). *El empleo de modelos en la enseñanza de la química*. Revista enseñanza de las ciencias, 10 (1), pp. 73- 79.
- Chamizo, J.A; Garritz, A y Cruz-Garritz, D. (1986). *Estructura atómica un enfoque Químico*. México D.F: UNAM, Fondo educativo interamericano S.A.
- Chang, R y College, W. (2002). *Química*. (7^{ma} ed.). México D.F: Editorial Mc Graw Hill inter Americana editores S.A de C.V
- De la Fuente, A; Perrota, M; Dima, G; Gutiérrez, E; Capuano, V y Follari, B. (2003). *Estructura atómica: análisis y estudio de las ideas de los estudiantes (8º de EGB)*. Revista enseñanza de las ciencias, 21 (1), pp. 123-134
- Gribbin, J. (2005). *Historia de la ciencia 1543-2001*. (2^{da} ed.) Barcelona: Editorial Crítica, S.L. traducida al castellano para España y América.
- Labarca, M. (2009). *Acerca de la naturaleza de la química: Algunos comentarios*. CONICET-Universidad nacional de Quilmes, Instituto de Estudios Sobre la Ciencia y la Tecnología, pp. 4.
- Levine, N Ira. (2001). *Química cuántica*. (5^{ta} ed.) Madrid: Editorial Pearson educación S.A.
- McEvoy, J.P y Zárata, O. (2007). *Teoría cuántica para principiantes*. (1^{ra} ed.) Buenos aires: Editorial era naciente.
- Pozo J.I. (2006) *Aprender y enseñar ciencia*. (5 ed.) Madrid: Editorial Morata; Quinta edición.
- Rincón Córcoles, A. (2011). *El origen del universo*. España: Creaciones copyright, S.L.